

Ch.13. Exercices. REACTION CHIMIQUE PAR ECHANGE DE PROTON**EXERCICE RESOLU p : 338 n°6****Montrer qu'un acide est faible dans l'eau. (A faire)**

Compétences :
Expliquer une démarche
Effectuer des calculs.

L'acide ascorbique, ou vitamine C, est présent dans de nombreux fruits.

Une solution aqueuse d'acide ascorbique de volume $V_a = 100 \text{ mL}$ est obtenue en dissolvant une masse $m_a = 0,88 \text{ g}$ d'acide ascorbique $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6(\text{s})$ dans le volume d'eau nécessaire. Le pH de la solution préparée est égal à 2,7.

1. Calculer l'avancement final x_f de la réaction entre l'acide ascorbique dissous

$\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6(\text{aq})$ et l'eau.

2. En déduire que l'acide ascorbique est un acide faible dans l'eau..

Donnée : masse molaire de l'acide ascorbique $M_a = 176 \text{ g. mol}^{-1}$

**Solution :**

1. Lors de la dissolution dans l'eau, l'acide ascorbique réagit avec l'eau selon la réaction d'équation :



La quantité na d'acide ascorbique dissous est : $n_a = \frac{m_a}{M_a} = \frac{0,88}{176} = \underline{5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$

L'eau, en tant que solvant, est l'espèce chimique en excès. Le tableau d'avancement s'écrit :

	avancement	$\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6(\text{aq})$	+ $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	\rightleftharpoons	$\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_6^-(\text{aq})$	+ $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
État initial	0	n_0	excès		0	0
État intermédiaire	x	$n_0 - x$	excès		x	x
État final réel (à l'équilibre)	x_f	$n_f(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = n_0 - x_f$	excès		$n_f(\text{C}_6\text{H}_7\text{O}_6^-) = x_f$	$n_f(\text{H}_3\text{O}^+) = x_f$
État final si la réaction était totale	x_{max}	$n_0 - x_{\text{max}}$	excès		x_{max}	x_{max}

$$n_a = n_0 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

• **Avancement final x_f :**

Les réactions acido-basiques **sont** instantanées : l'**avancement final x_f est déjà** atteint lorsqu'on mesure le pH de la solution.

On a : $x_f = n_f(\text{H}_3\text{O}^+) = [\text{H}_3\text{O}^+]_f \cdot V_a$ et $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = 10^{-\text{pH}}$.

Donc : $x_f = 10^{-\text{pH}} \cdot V_a$, soit $x_f = 10^{-2,7} \times 100 \times 10^{-3} = \underline{2,0 \times 10^{-4} \text{ mol}}$

2. • **Avancement maximal x_{max} :**

Si la réaction était totale, le réactif limitant (l'acide ascorbique) serait totalement consommé.. On en déduit :

$n_0 - x_{\text{max}} = 0$ soit $x_{\text{max}} = n_0$ donc $x_{\text{max}} = \underline{5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}$.

• Comme $x_f < x_{\text{max}}$ la réaction entre l'acide ascorbique et l'eau n'est pas totale. **Elle est limitée** et conduit à un équilibre chimique. **L'acide ascorbique est donc un acide faible dans l'eau.**

Application immédiate à faire.

L'acide perchlorique HClO_4 est utilisé, entre autres, pour produire du perchlorate d'ammonium qui entre dans la composition de propergols solides, utilisés en astronautique comme carburants des fusées.

Une solution aqueuse S d'acide perchlorique, de volume $V_a = 20,0 \text{ mL}$, a une concentration molaire en soluté apporté $C_a = 7,94 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Le pH de la solution S est égal à 2,1.

1. Calculer l'avancement final x_f de la réaction entre l'acide perchlorique et l'eau.

2. L'acide perchlorique est-il un acide faible ou un acide fort dans l'eau ?

Ch. 13. Acides et bases. EXERCICE RESOLU p : 338 n°6 Application immédiate

Application immédiate

L'acide perchlorique HClO_4 est utilisé, entre autres, pour produire du perchlorate d'ammonium qui entre dans la composition de propergols solides, utilisés en astronautique comme carburants des fusées.

Une solution aqueuse S d'acide perchlorique, de volume $V_a = 20,0 \text{ mL}$, a une concentration molaire en soluté apporté $C_a = 7,94 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Le pH de la solution S est égal à 2,1.

1. Calculer l'avancement final x_f de la réaction entre l'acide perchlorique et l'eau.
2. L'acide perchlorique est-il un acide faible ou un acide fort dans l'eau ?

Solution :

$$n_0 = C_a \cdot V_a = 7,94 \times 10^{-3} \cdot 20,0 \cdot 10^{-3} = 1,59 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

	avancement	$\text{HClO}_4 \text{ (aq)}$	+	$\text{H}_2\text{O} \text{ (l)}$	\rightleftharpoons	$\text{ClO}_4^- \text{ (aq)}$	+	$\text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)}$
État initial	0	n_0		excès		0		0
État intermédiaire	x	$n_0 - x$		excès		x		x
État final réel (à l'équilibre)	x_f	$n_f(\text{HClO}_4) =$ $n_0 - x_f$		excès		$n_f(\text{ClO}_4^-) = x_f$		$n_f(\text{H}_3\text{O}^+) = x_f$
État final si la réaction était totale	x_{max}	$n_0 - x_{\text{max}}$		excès		x_{max}		x_{max}

- **Avancement final x_f :** $x_f = [\text{H}_3\text{O}^+]_f \cdot V_a$ et $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = 10^{-\text{pH}}$.
Donc : $x_f = 10^{-2,1} \cdot V_a$, soit $x_f = 10^{-2,1} \times 20 \times 10^{-3} = 1,6 \times 10^{-4} \text{ mol}$

- **Avancement maximal x_{max} :** Si la réaction était totale, le réactif limitant (l'acide ascorbique) serait totalement consommé..

On en déduit : $n_0 - x_{\text{max}} = 0$ soit $x_{\text{max}} = n_0$ soit $x_{\text{max}} = 1,59 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$.

- Comme $x_f = x_{\text{max}}$, la réaction entre l'acide perchlorique et l'eau est totale. L'acide perchlorique est donc un acide fort dans l'eau.

L'écriture de l'équation de la réaction s'écrit avec une flèche simple dans le sens direct :

